

ТЕМА 6. Химическая термодинамика и биоэнергетика (продолжение). Термодинамика химического равновесия.

Цель занятия:

Развитие знаний и системного подхода к рассмотрению равновесных процессов, имеющих медико-биологическое значение; сущности основных положений теории химического равновесия.

Задачи занятия:

1.) Формирование и развитие умений:

- определять направление и глубину протекания химических и биохимических процессов при различных воздействиях на систему и экспериментального изучения смещения химического равновесия;
- записывать выражение констант равновесия для гомо- и гетерогенных реакций;
- оценивать направление химической реакции при данных концентрациях реагентов и продуктов реакции по значениям изменения энергии Гиббса и констант равновесия.
- определять направление смещения химического равновесия при различных воздействиях (принцип Ле-Шателье).
- прогнозировать возможности и направления смещения химических реакций.
- экспериментального изучения влияния различных факторов на химическое равновесие.

2) Развить практические умения обращаться с лабораторным оборудованием, проводить химический эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.

4) Воспитать ценностное отношение к химическим объектам.

Мотивационная характеристика необходимости изучения темы:

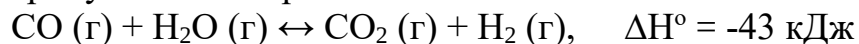
Изучение элементов химического равновесия дает знания, необходимые для понимания и усвоения последующих разделов данного курса.

Многие биохимические процессы в организме можно рассматривать как обратимые по направлению реакции. Среди них такие жизненно-важные процессы, как связывание гемоглобином кислорода, перенос диоксида углерода и транспортная роль белков, гидролиз универсального источника энергии для организма - АТФ и др. Зная константу равновесия можно дать качественную оценку направления многих биохимических превращений в организме для медицинской диагностики. В соответствии с принципом Ле-Шателье можно прогнозировать многие нарушения в организме, вызываемые изменением температуры, давления и концентрации метаболитов; регулировать многие биохимические и физиологические процессы. В частности, понимать влияние изменений парциального давления кислорода на процесс переноса его в организме; смещение равновесий буферных систем на постоянство рН биологических жидкостей и тканей; распределение ионов по

обе стороны биологических мембран (равновесие Доннана); действие радиоактивного иона стронция, связанное с равновесным процессом замещения кальция - основного компонента костной ткани - на стронций. Резкое смещение химических равновесий в организме может вызвать смерть.

Вопросы для самоподготовки:

1. От каких факторов зависит числовое значение константы равновесия?
2. Влияет ли катализатор на положение равновесия? Зависит ли числовое значение константы равновесия от катализатора?
3. В какую сторону сместится равновесие



- а) при уменьшении концентрации воды;
- б) при увеличении температуры;
- в) при уменьшении давления?

Используя значение констант равновесия, определите равновесные концентрации ионов водорода в следующих системах:

- а) $\text{NH}_4^+ \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}^+$;
- б) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} \leftrightarrow [\text{FeOH}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+} + \text{H}^+$

если равновесная концентрация исходного вещества равна 0,1 моль/л.

4. Какое состояние является пределом протекания химических и фазовых превращений? Почему оно устойчиво?
5. Назовите термодинамические критерии равновесного состояния.
6. Какое из состояний - равновесное, стационарное характерно для живой клетки?
7. Сформулируйте закон действующих масс для равновесия. От каких факторов зависит и не зависит константа равновесия (природы реагирующих веществ, концентрации, давления, наличия катализатора, температуры)?
8. Каково соответствие между значениями константы равновесия K (> 1 , < 1 , $= 1$) и значениями ΔG° (< 0 , > 0 , $= 0$)?

Вопросы для аудиторного контроля знаний:

Понятие о химическом равновесии. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия при изменении температуры, давления и концентрации. Принцип Ле-Шателье. Уравнения изотермы и изобары химической реакции. Использование термодинамических расчетов согласно закону Гесса, второму закону термодинамики и объединенному уравнению первого и второго законов термодинамики в молекулярном и макромолекулярном докинге. Основы дизайна лекарственных соединений в рамках установления характера лиганд-рецепторных взаимоотношений согласно принципу минимума свободной энергии. Расчет константы ингибирования. Понятие о квантовохимических расчетах, позволяющих создавать реалистические модели лигандов и рецепторов для использования в молекулярном и макромолекулярном докинге.

Тесты для проверки уровня знаний:

1. Какое из выражений соответствует константе равновесия реакции
$$\text{CO(г)} + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$$

а) $\frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]}$; б) $\frac{[\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]}$; в) $\frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}$; г) $\frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{Cl}_2]}$
2. Константа равновесия системы $\text{CaCO}_3(\text{т}) \xrightleftharpoons{t} \text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$ при некоторых условиях равна 0,5. Действие какого фактора изменит величину константы равновесия?
а) Р_{общее}; б) С(СО₂); в) Т; г) катализатор
3. Действием какого фактора можно сместить влево равновесие обратимой реакции
$$\text{C(т)} + \text{H}_2\text{O(пар)} \leftrightarrow \text{CO(г)} + \text{H}_2(\text{г}) - Q?$$

а) повышением температуры;
б) увеличением давления;
в) уменьшением давления;
г) введением катализатора
4. Вычислить равновесную концентрацию (моль/л) аммиака в системе $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$, если исходные концентрации азота и водорода соответственно равны 2 и 7 моль/л и к моменту установления равновесия прореагировало 10% N₂?
а) 0,2; б) 0,4; в) 1,8; г) 3,6
5. Чему равна константа равновесия реакции при 1000 К, если изменение энергии Гиббса реакции равно 38,2 кДж? Что характеризует рассчитанное значение константы равновесия?
а) 10²; б) 10⁻²; в) 10^{-0,002}; г) 10^{+0,002}

Учебно-исследовательская работа (УИРС):

"Качественные опыты по химическому равновесию"

Опыт 1. *Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагентов.*

Для опыта воспользуемся реакцией образования железа (III) тиоцианата: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KNCS} \leftrightarrow \text{Fe}(\text{NCS})_3 + 3\text{KCl}$ (точнее, в данной реакции получаются тиоцианатные комплексы железа (III) с числом тиоцианатных групп у атома железа от 1 до 6).

Железо (III) тиоцианат интенсивно окрашен в красный цвет, раствор FeCl_3 – в желтоватый, а растворы KNCS и KCl бесцветны. При изменении концентрации $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ окраска раствора изменяется, что позволяет визуально установить направление смещения равновесия.

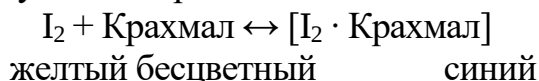
В лабораторном журнале для записи и анализа наблюдений подготовьте таблицу по следующей форме:

Пробирка	Добавлено в пробирку	Наблюдение – изменение интенсивности окраски	Вывод – направление смещения равновесия
1	FeCl ₃ (р)		
2	KNCS (р)		
3	KCl (т)		
4	-		

К 20 мл воды в небольшом стакане прибавьте по 1-2 капли насыщенных растворов FeCl₃ и KNCS. Полученный раствор разлейте в четыре пробирки. Затем в 1-ю пробирку прибавьте несколько капель концентрированного раствора FeCl₃. Что наблюдается? Запишите в таблицу наблюдаемое изменение окраски и укажите направление смещения равновесия (стрелка вправо или влево).

Затем во 2-ю пробирку прибавьте несколько капель концентрированного раствора KNCS. Снова отметьте и запишите в таблицу наблюдаемое изменение окраски и укажите направление смещения равновесия. Наконец, в 3-ю пробирку прибавьте немного кристаллического KCl. Сравните окраску в 3-й пробирке после прибавления KCl с окраской раствора в пробирке 4-й, которую оставьте для сравнения, запишите изменение окраски и укажите направление смещения равновесия. Запишите, соответствуют ли наблюдаемые направления смещения химического равновесия принципу Ле Шателье.

Опыт 2. Смещение химического равновесия при изменении температуры. В стакане вместимостью 250 мл нагрейте воду (почти до кипения). В две пробирки внесите по 4-5 мл раствора крахмала и прибавьте туда же по 3-4 мл раствора диiodа. Запишите наблюдения (цвет образовавшегося раствора). Нагрейте одну из пробирок, опустив её на несколько минут в стакан с горячей водой. Вторую пробирку оставьте для сравнения. Наблюдайте изменение окраски. Как изменяется окраска раствора в нагретой пробирке по сравнению с холодной? Запишите наблюдения в лабораторный журнал. Охладите нагретую пробирку. Что происходит? Запишите уравнение изученного равновесия:



Основываясь на результатах наблюдений, сделайте вывод о направлении смещения равновесия в системе при её нагревании и охлаждении. Исходя из принципа Ле Шателье, ответьте на вопрос – экзо- или эндотермической является реакция образования иодокрахмала и реакция его диссоциации.

В отчете по лабораторной работе запишите также выражения закона действующих масс для изученных равновесий.

Задания для самостоятельной работы:

1. В некоторых условиях способность веществ А и В к взаимодействию по реакции $2A + B \leftrightarrow 2C$ характеризуется величиной ΔG° , равной - 1,7 кДж/моль, в других условиях $\Delta G^\circ = - 33,4$ кДж/моль. В каких условиях
а) константа равновесия реакции больше;
б) больше глубина протекания реакции;
в) реакция дальше от равновесного состояния?
10. Причиной токсичности оксида углерода (угарного газа) является преобладающая над кислородом способность его связывать гемоглобин:
$$HbO_{2(p)} + CO_{(г)} \rightarrow HbCO_{(p)} + O_{2(г)}$$

Как помочь больному:
а) увеличить (уменьшить) общее давление;
б) увеличить (уменьшить) концентрацию или парциальное давление кислорода, например, вынести больного на свежий воздух, использовать кислородную подушку (обратные воздействия)?
11. Рассчитать константу равновесия процесса оксигенирования гемоглобина при 25° С, если ΔG° реакции равно - 1,56 кДж/моль.

Список литературы:

Основная:

1. Общая химия: учебное пособие / С.В.Ткачёв, В.В.Хрусталёв. – Минск: Вышэйшая школа, 2020. – гл.5.
2. Ершов, Ю. А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учеб. для студентов мед., биол., агроп., ветеринар., экол. вузов / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд; под ред. Ю. А. Ершова. – 10-е изд., перераб. и доп. - Москва: Юрайт, 2014.- гл.9 (9.1-9.8);
3. Общая и бионеорганическая химия : пособие для студентов учреждений высш. образования, обучающихся по специальностям: 1-79 01 01 «Лечебное дело», 1-79 01 02 «Педиатрия», 1-79 01 07 «Стоматология», 1-79 01 08 «Фармация» / В. П. Хейдоров [и др.] ; М-во здравоохранения Республики Беларусь, УО «Витебский гос. ордена Дружбы народов мед. ун-т» ; под ред. В. П. Хейдорова. - Витебск : [ВГМУ], 2023. - 524, [1] с. : ил. - Библиогр.: с. 522-523.

Дополнительная:

1. Болтromeюк, В.В. Общая химия: пособие для студентов обучающихся по специальностям 1-79 01 01 «Лечебное дело», 1-79 01 02 «Педиатрия», 1-79 01 04 «Медико-диагностическое дело», 1-79 01 05 «Медико-психологическое дело», 1-79 01 06 «Сестринское дело» / В.В. Болтromeюк. – Гродно: ГрГМУ, 2020. – 47-53 с, 166-203 с.